

Piles et évolution

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs sur les piles et l'évolution spontanée : quotient de réaction et critère d'évolution, polarité des électrodes, lecture de graphiques, quantité d'électricité et capacité d'une pile. Constantes utiles : $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; volume molaire des gaz $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Cherche seul(e) avant de consulter le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur les piles et l'évolution spontanée

Exercice 1 : Questions de cours

1. Donne l'expression générale du quotient de réaction pour $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$ en solution aqueuse.
2. De quoi dépend la constante d'équilibre K ?
3. Énonce le critère d'évolution spontanée dans les trois cas $Q_{r,i} < K$, $Q_{r,i} = K$ et $Q_{r,i} > K$.
4. Définis un oxydant et un réducteur.
5. Dans une pile, que sont l'anode et la cathode ? Quel est le signe de chacune ?

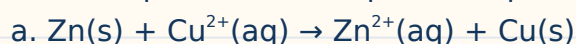
Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Le quotient de réaction Q_r ne dépend que de la température.
- b. Si $Q_{r,i} > K$, la réaction évolue dans le sens direct.
- c. Les solides n'interviennent pas dans l'expression de Q_r .
- d. Dans une pile, l'anode est le pôle négatif.
- e. Les électrons circulent dans le pont salin.
- f. Une pile usée correspond à $Q_r = K$.
- g. En dehors de la pile, le courant conventionnel sort par le pôle +.

Exercice 3 : Écrire des quotients de réaction

Écris l'expression de Q_r pour chaque réaction :



- b. $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$
 c. $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
 d. $\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$

Exercice 4 : Sens d'évolution

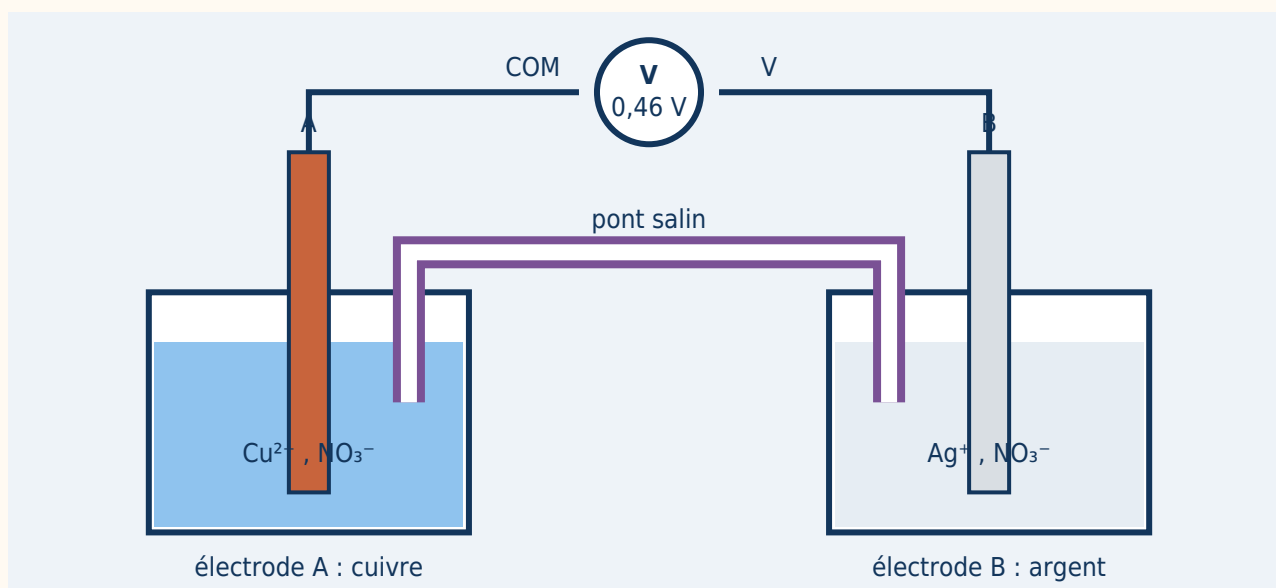
La réaction $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$ a pour constante d'équilibre $K = 2,0 \times 10^{15}$. On prépare trois systèmes contenant les deux métaux :

- a. $[\text{Cu}^{2+}] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
 b. $[\text{Cu}^{2+}] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
 c. $[\text{Cu}^{2+}] = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Calcule Q_r dans chaque cas et prévois le sens d'évolution.

Exercice 5 : Une pile cuivre-argent

On réalise la pile schématisée ci-dessous. Un voltmètre, dont la borne COM est reliée à l'électrode A, indique +0,46 V quand sa borne V est reliée à l'électrode B. Le pont salin contient du nitrate de potassium (K^+ , NO_3^-).



Pile cuivre-argent : le voltmètre indique +0,46 V quand sa borne V est reliée à l'électrode B.

1. Quel est le pôle positif de la pile ? En déduis la polarité de l'électrode A.
2. Écris les demi-équations aux électrodes et précise oxydation et réduction.
3. Donne l'équation de la réaction de fonctionnement.
4. Indique le sens de circulation des électrons et du courant dans le fil.
5. Dans quel sens migrent les ions nitrate et les ions potassium dans le pont salin ?
6. Écris le schéma conventionnel de la pile.

Exercice 6 : Pile aluminium-cuivre

On associe les couples Al^{3+}/Al et Cu^{2+}/Cu . L'aluminium est le réducteur qui cède des

électrons.

1. Écris les deux demi-équations.
2. Combien d'électrons échantent 2 atomes d'aluminium ? Ajuste l'équation de la réaction en équilibrant les électrons.
3. Écris l'expression de Q_r .
4. Quelle est la polarité de chaque électrode ?

Exercice 7 : Quantité d'électricité

Une pile débite un courant d'intensité $I = 0,050 \text{ A}$ pendant $2,0 \text{ h}$.

1. Convertis la durée en secondes.
2. Calcule la quantité d'électricité Q qui a traversé le circuit.
3. Calcule la quantité de matière d'électrons $n(e^-)$ correspondante.

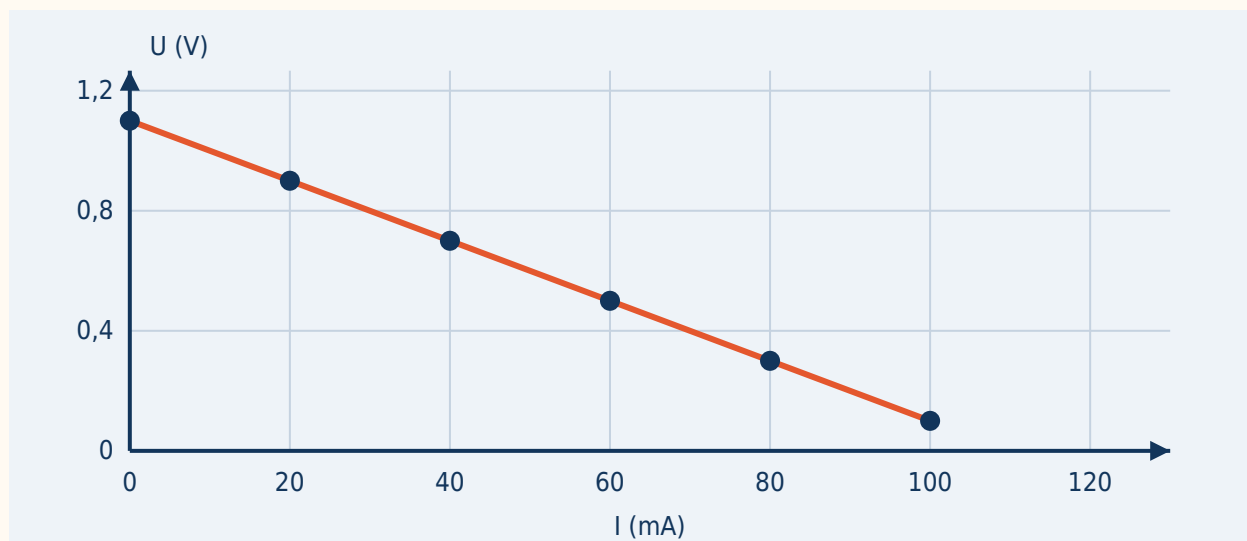
Exercice 8 : Variation de masse des électrodes

La pile Daniell de l'exercice précédent (même courant, même durée : $Q = 360 \text{ C}$) fonctionne avec les demi-équations $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ et $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$.

1. Calcule la quantité de zinc oxydé.
2. En déduis la masse de zinc perdue par l'anode.
3. Calcule la masse de cuivre déposée sur la cathode.
4. Quelle est la variation de la quantité d'ions Zn^{2+} dans la solution ?

Exercice 9 : Caractéristique d'une pile

On a mesuré la tension U aux bornes d'une pile pour plusieurs intensités débitées. Les points sont alignés ; ils sont représentés sur le graphique.

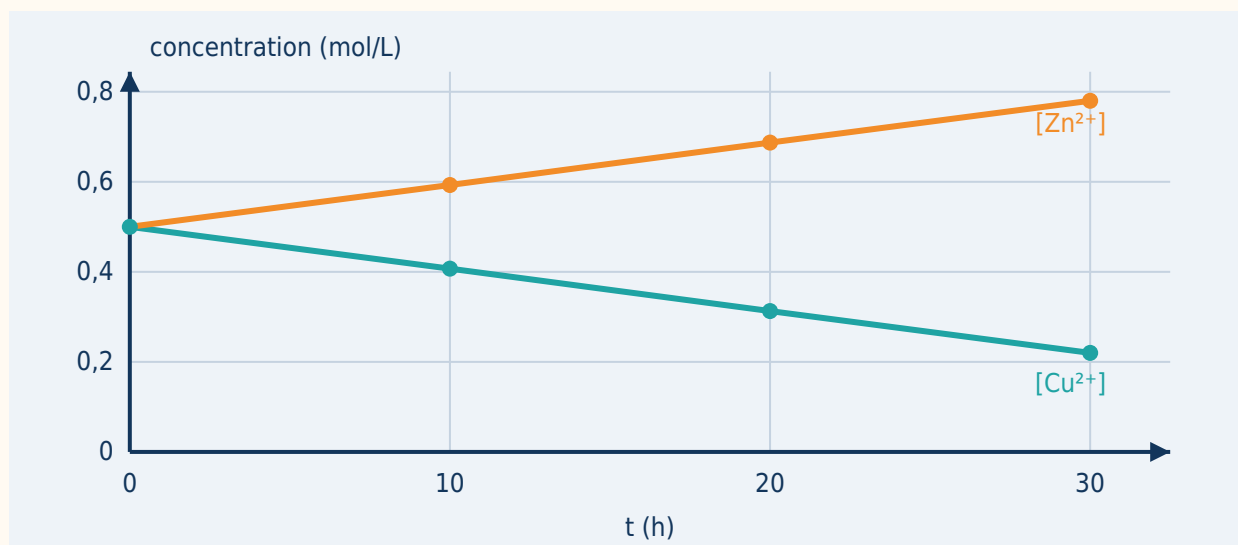


Tension U aux bornes de la pile en fonction de l'intensité I du courant débité.

1. Que vaut la tension à vide, c'est-à-dire pour $I = 0$?
2. Les points sont alignés : $U = E - r \times I$. Détermine E et la résistance interne r (en ohms).
3. Quelle intensité débiterait la pile en court-circuit ($U = 0$) ?
4. Calcule la puissance électrique fournie au circuit extérieur pour $I = 50$ mA, puis pour $I = 100$ mA. Que constates-tu ?

Exercice 10 : Suivi des concentrations d'une pile

Une pile Daniell, avec 100 mL de solution dans chaque demi-pile, débite un courant constant. On a tracé les concentrations en ions cuivre(II) et zinc en fonction de la durée.



Concentrations des ions Cu^{2+} et Zn^{2+} au cours du fonctionnement.

1. Quelle courbe correspond à chaque ion ? Justifie avec les demi-équations.
2. Quelle relation lie $[\text{Cu}^{2+}] + [\text{Zn}^{2+}]$ au cours du temps ? Pourquoi ?
3. Calcule la vitesse de variation de $[\text{Cu}^{2+}]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$.
4. En déduis l'intensité I du courant débité ($n(\text{Cu}^{2+}) \text{ consommé} = I \times \Delta t \div (2 F)$).
5. À quelle date, d'après ce rythme, le cuivre serait-il épuisé ?

Exercice 11 : La pile alcaline

Une pile alcaline porte l'indication « 2 400 mA·h ». Son anode est du zinc : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (on néglige la formation d'autres espèces).

1. Que représente cette indication ? Calcule la charge Q correspondante en coulombs.
2. Calcule $n(\text{e}^-)$.
3. Pendant combien de temps cette pile alimenterait-elle un appareil consommant 120 mA ?
4. Quelle masse minimale de zinc l'anode doit-elle contenir ?

Exercice 12 : Vers l'équilibre

On considère $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq})$, de constante $K = 0,32$. Dans 1 L de solution, on introduit un excès d'argent métallique avec $[\text{Fe}^{3+}] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Ag}^+] = 0,050 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calcule $Q_{r,i}$ et prévois le sens d'évolution.
2. On note y la quantité (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de Fe^{3+} consommée. Exprime les trois concentrations à l'équilibre en fonction de y .
3. Écris Q_r à l'équilibre et montre que y vérifie $y^2 + 0,38 y - 0,0315 = 0$.
4. Sachant que la solution positive est $y = 0,070 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, donne la composition finale et vérifie que $Q_r = K$.

Exercice 13 : Pile et tableau d'avancement

Une pile Daniell est formée de deux demi-piles de 50 mL, chacune à $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ion métallique. Les lames sont en large excès.

1. Détermine la quantité initiale de Cu^{2+} et en déduis l'avancement maximal x_{max} de $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.
2. Quelle est la concentration finale en Zn^{2+} si Cu^{2+} est totalement consommé ?
3. Calcule la charge totale que la pile peut fournir.
4. Pendant combien d'heures peut-elle débiter 10 mA ?
5. Quelles sont les variations de masse de chaque lame ?

Exercice 14 : Pile zinc-argent

On forme la pile $\text{Zn}(\text{s}) \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag}(\text{s})$.

1. Précise anode, cathode, polarité et sens des électrons.
2. Écris l'équation de fonctionnement.
3. Lorsque 0,100 g de zinc a été oxydé, calcule la masse d'argent déposée.

Exercice 15 : Corriger les erreurs

Chaque phrase contient une erreur. Recopie-la en la corrigeant.

- a. Dans une pile, la cathode est le siège d'une oxydation.
- b. $Q_r = [\text{Zn}^{2+}] \times [\text{Cu}] \div ([\text{Zn}] \times [\text{Cu}^{2+}])$ pour la réaction $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.
- c. Les électrons traversent le pont salin.
- d. Si $Q_{r,i} < K$, la transformation se fait dans le sens inverse.
- e. La charge d'une mole d'électrons est de $9,65 \times 10^{-4} \text{ C}$.

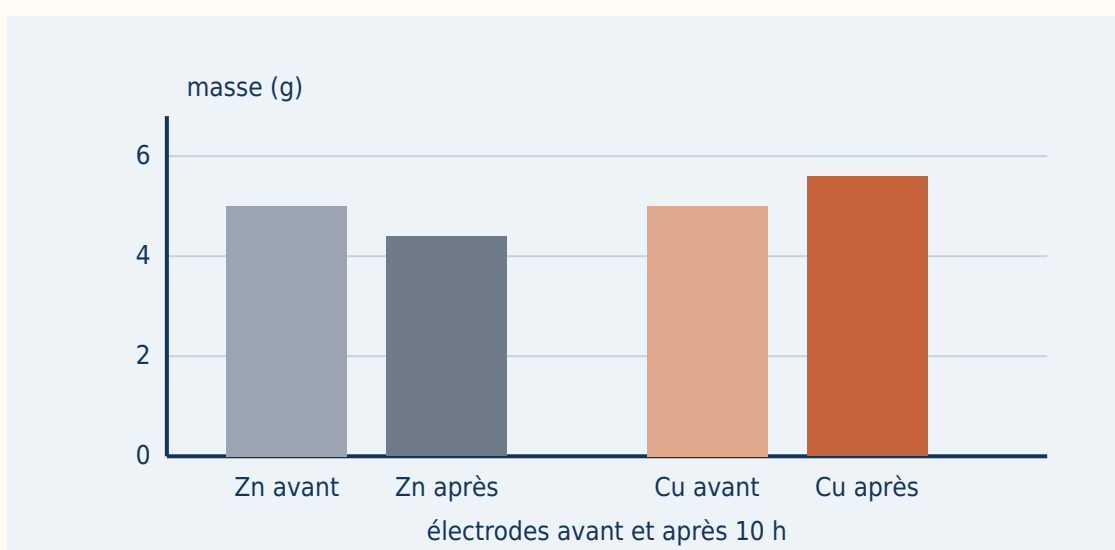
Exercice 16 : Le rôle du pont salin

Dans une pile Daniell, on retire le pont salin. Le voltmètre en dérivation indique alors 0 V et le courant s'arrête.

1. Pourquoi le courant s'arrête-t-il ?
2. Quelles charges s'accumuleraient dans chaque demi-pile si les électrons pouvaient passer sans pont ?
3. Pourquoi un simple fil de cuivre ne peut-il pas remplacer le pont salin ?
4. Pourquoi le pont contient-il des ions qui ne réagissent pas avec les électrodes ?

Exercice 17 : Pesée des électrodes

On pèse les lames d'une pile Daniell avant et après 10 h de fonctionnement à 50 mA. Les résultats sont représentés sur le diagramme.



Masses des lames avant et après 10 h de fonctionnement à 50 mA.

1. Lis la variation de masse de chaque lame.
2. Calcule la charge Q ayant traversé le circuit, puis $n(e^-)$.
3. Calcule par la théorie les variations de masse de Zn et Cu et compare avec la lecture.
4. Quelle lame est l'anode ? Justifie par le sens de variation de la masse.

Exercice 18 : Pile à combustible

Dans une pile à combustible, le dihydrogène est oxydé à l'anode ($H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$) et le dioxygène réduit à la cathode ($O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$). Elle débite 2,0 A pendant 1,0 h.

1. Écris l'équation de fonctionnement.
2. Calcule la charge Q et $n(e^-)$.
3. Calcule les volumes de H_2 et O_2 consommés (volume molaire $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).
4. Calcule la masse d'eau formée ($M(H_2O) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Exercice 19 : Une pile pour une horloge

Un élève veut alimenter une horloge consommant 2,0 mA pendant 1 000 h avec une pile Daniell artisanale : 4,0 g de zinc, 100 mL de solution de sulfate de cuivre(II) à 0,30 mol·L⁻¹ et une lame de cuivre.

Le montage durera-t-il 1 000 h ? Justifie par un calcul : identifie le réactif limitant et propose une modification pour que cela suffise.

Exercice 20 : Rien ne se passe ?

Un élève plonge un fil de cuivre dans 100 mL de solution de sulfate de zinc à 0,10 mol·L⁻¹ et ne voit rien. Pour $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu(s)}$, $K = 2 \times 10^{37}$.

1. Écris la réaction envisagée $\text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn(s)}$ et sa constante K' .
2. Calcule $Q_{r,i}$ au départ (on suppose $[\text{Cu}^{2+}]$ très faible, pratiquement nulle) et indique le sens théorique d'évolution.
3. Calcule la concentration en Cu^{2+} à l'équilibre. L'observation de l'élève est-elle cohérente ?
4. Compare avec le cas d'une lame de zinc plongée dans une solution de Cu^{2+} .